

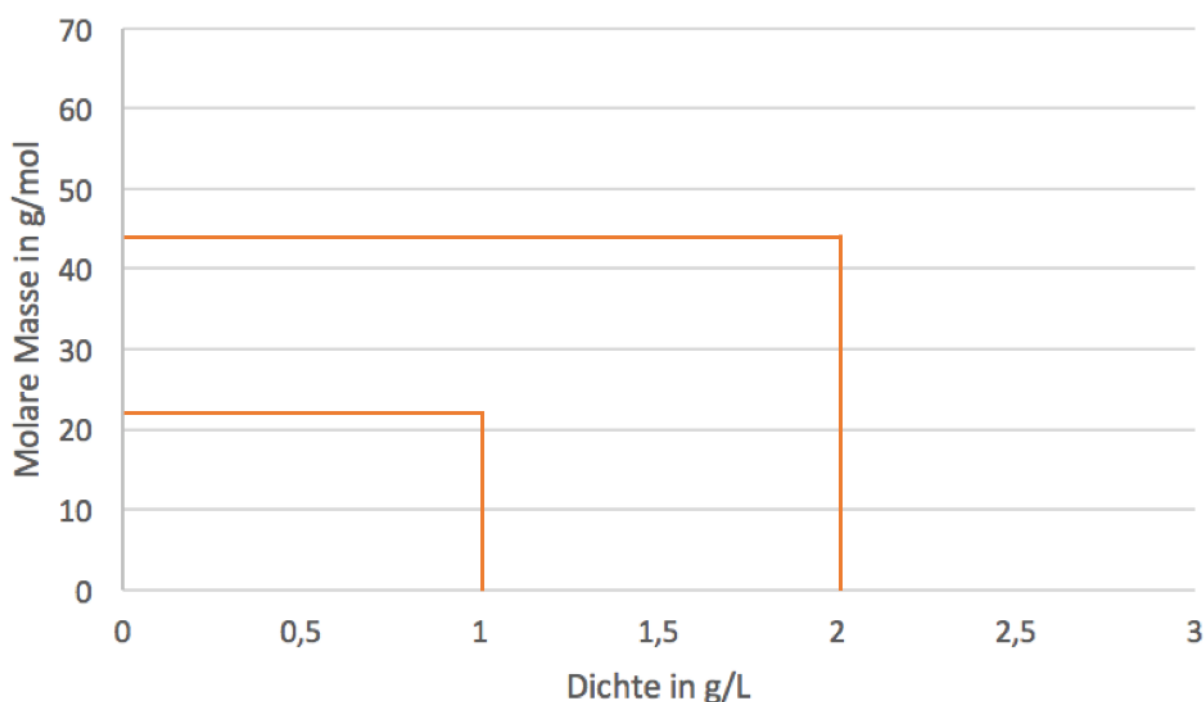
Etappe 5 - Die molaren Volumina von Gasen

Über die Steigung zu neuen Erkenntnissen

Häufig führt die grafische Darstellung von Messwerten in einem Koordinatensystem zu überraschenden neuen Erkenntnissen. Das soll an einem einfachen Beispiel näher betrachtet werden. Die Tabelle enthält Angaben über die Dichte und die molare Masse verschiedener Gase bei $T = 0^\circ\text{C}$ und Normaldruck:

Tabelle 1: Ausgewählte Gase und deren Dichte und molaren Massen.

Gas	Dichte in $\frac{\text{g}}{\text{L}}$	Molare Masse in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Wasserstoff (H_2)	0,0899	2
Stickstoff (N_2)	1,2510	28
Sauerstoff (O_2)	1,4290	32
Kohlenstoffdioxid (CO_2)	1,9770	44
Butan (C_4H_{10})	2,7100	58



$$\text{Steigung} = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} = \frac{M_2 - M_1}{\rho_2 - \rho_1} = \frac{L}{\text{mol}}$$

Arbeitsauftrag:

- 1) Ergänze die Werte aus Tabelle 1 in das Koordinatensystem und verbinde die Punkte zu einer Geraden.
- 2) Berechne die Steigung der Gerade mit Hilfe der bereits dargestellten Hilfslinien.

Ein Blick auf die Einheit zeigt, dass die Steigung den Wert für ein Volumen pro Stoffmenge, also für ein **molares Volumen V_M** angibt. Das bedeutet aber im vorliegenden Fall nichts anderes, als dass gilt: Die betrachteten Gase besitzen alle das gleiche molare Volumen.

Untersuchungen mit weiteren Gasen bestätigen dieses Ergebnis: Ein Mol eines beliebigen Gases nimmt bei 0°C und Normaldruck immer ein Volumen von 22,4 Litern ein. Es gilt:

$$V_{M(Gas)} = 22,4 \frac{L}{mol}$$

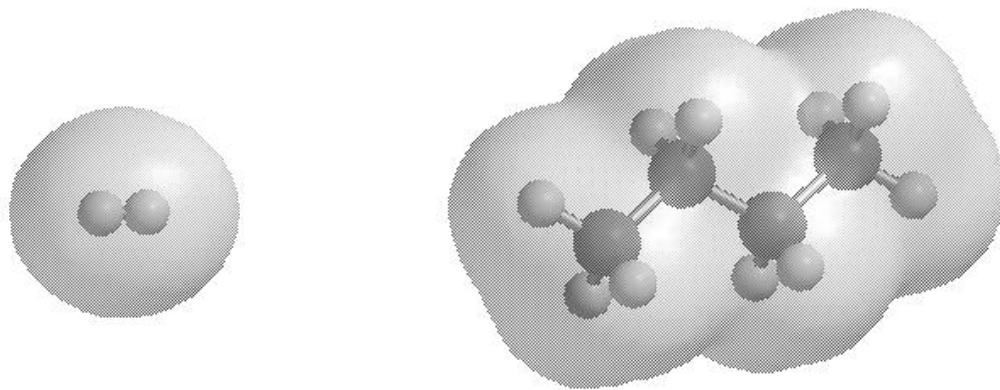
Damit lässt sich über das Volumen eines beliebigen Gases direkt auf die vorliegende Stoffmenge schließen. Es gilt:

$$n_{(Gas)} = \frac{V_{(Gas)}}{V_{M(Gas)}} = \frac{V_{(Gas)}}{22,4 \frac{L}{mol}} \text{ (bei } 0^{\circ}C \text{ und Normaldruck)}$$

Mit steigender Temperatur nimmt das Volumen der Gase übrigens zu. So nimmt ein Mol eines beliebigen Gases bei Raumtemperatur (20°C) ein Volumen von etwa 24 Litern ein.

Wo steckt der Fehler?

Um sich ein Bild von einem Molekül machen zu können werden häufig Molekülbaukästen eingesetzt. Seit einiger Zeit ist es aber auch möglich, Moleküle mit Hilfe von Computerprogrammen berechnen zu lassen. Auf dem Bildschirm wird dann ein Bild des berechneten Moleküls dargestellt. Egal, auf welchem Wege man zur Visualisierung gelangt, in unserem vorliegenden Fall scheint etwas nicht zu stimmen.



Wasserstoff-Molekül

Butan-Molekül

Ein Wasserstoff-Molekül nimmt ein viel kleineres Volumen ein als ein Butan-Molekül. Wie soll dann aber das molare Volumen dieser beiden Stoffe gleich sein? Zur Beantwortung dieser Frage müssen die Aggregatzustände der Stoffe genauer, das heißt auf der Ebene der kleinen Teilchen betrachtet werden. Im festen Aggregatzustand liegen die Teilchen dicht beieinander. Die Teilchen können nur leichte Schwingungsbewegungen durchführen, mehr nicht. Stoffe im festen Aggregatzustand sind daher nicht komprimierbar und passen sich der Form eines Behälters nicht an. Auch im flüssigen Aggregatzustand liegen die Teilchen dicht beieinander. Sie können sich aber gegeneinander verschieben. Stoffe im flüssigen Aggregatzustand sind daher nicht komprimierbar, passen sich aber der Form eines Behälters an. Im gasförmigen Aggregatzustand liegen die Teilchen weit auseinander und sind frei beweglich. Gase sind daher komprimierbar und passen sich der Form eines Behälters an.

Fazit: Da die Gasteilchen sehr weit auseinander vorliegen, hat das Eigenvolumen keinen Einfluss auf das molare Volumen.